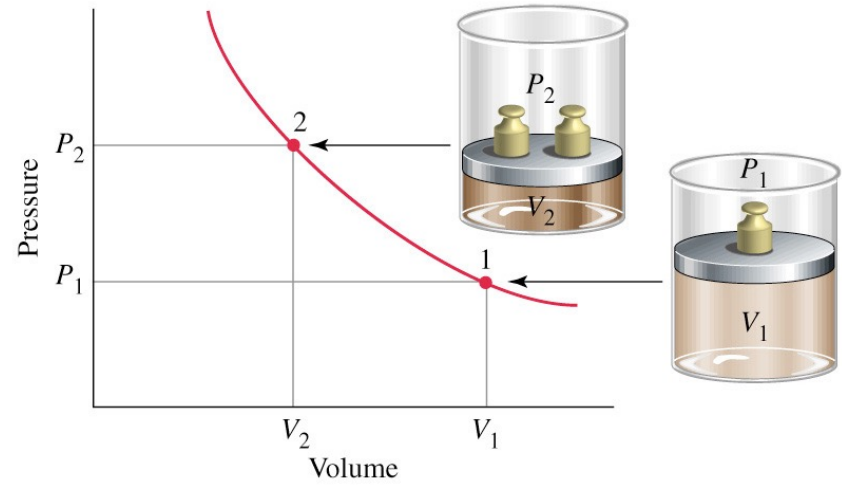


GENEL KİMYA

Prensipieri ve Modern Uygulamaları

Petrucci • Harwood • Herring

8. Baskı



BÖLÜM 6: Gazlar



Prof. Dr. Demet KARACA BALTA

İçindekiler

- 6-1 Gazların özellikleri: **Gaz Basıncı**
- 6-2 Basit Gaz Yasaları
- 6-3 Gaz Yasalarının Birleşimi:
İdeal Gaz Denklemi ve
Genel Gaz Denklemi
- 6-4 İdeal Gaz Denkleminin Uygulamaları
- 6-5 Kimyasal Tepkimelerde Gazlar

İçindekiler

- 6-6 Gaz Karışımları
- 6-7 Gazların Kinetik ve Molekül Kuramı
- 6-8 Kinetik ve Molekül Kuramına Bağlı Gaz Özellikleri
- 6-9 Gerçek (İdeal Olmayan) Gazlar

Gazların Özellikleri: Gaz Basıncı

- Gazlar maddenin üç halinden biridir. Bu haldeyken maddenin yoğunluğu çok az, akışkanlığı ise son derece fazladır.
- Gaz halindeki maddelerin belirli bir şekli ve hacmi yoktur.
- Gazlar bulundukları kabın şeklini alacak şekilde genişler, diğer bir gaz içinde yayılır ve her oranda karışırlar. Renkli gazları gözle görebilirsek de, gaz taneciklerini gözle göremeyiz.
- Gazların birbiri ile oluşturdıkları karışımlar homojendir.
- Gazların fiziksel davranışını dört özellik belirler: Gaz miktarı (m), hacmi (V), sıcaklık (T) ve basınç (P). Bunlardan üçü bilindiği takdirde, diğeri genellikle hesaplanabilir. Bunun için, hal denklemi denilen matematiksel bir ifade kullanılır.

Gazların Özellikleri: Gaz Basıncı

- Gaz Basıncı

$$P \text{ (Pa)} = \frac{F \text{ (N)}}{A \text{ (m}^2\text{)}}$$

P:Basınç
F:Kuvvet
A:Alan

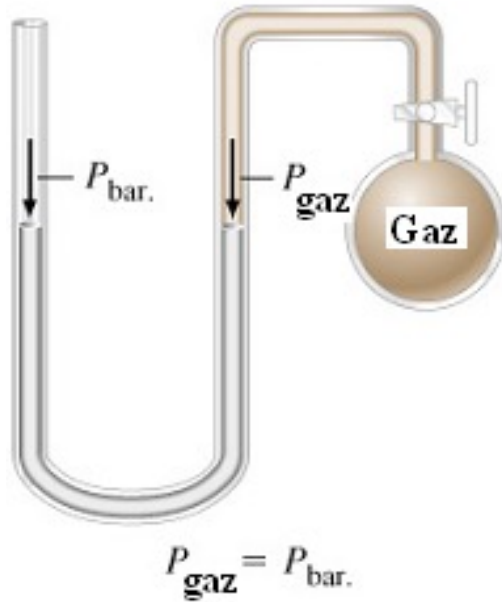
- Sıvı Basıncı

$$P = g \cdot h \cdot d$$

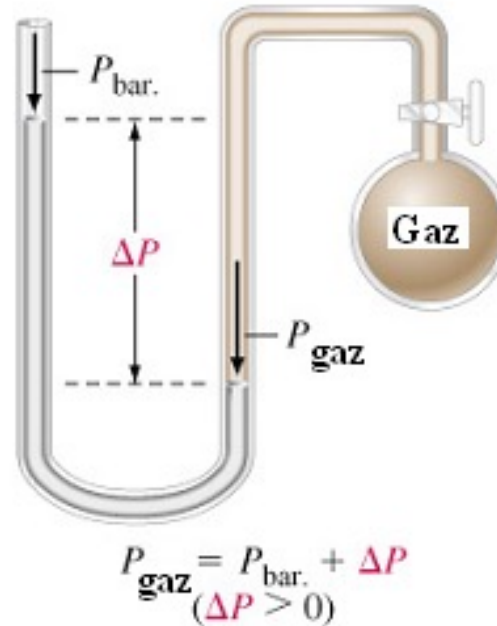
g: Yerçekimi ivmesi
h: Yükseklik
d: Yoğunluk

Gaz moleküllerinin oluşturduğu toplam kuvvetin ölçülmesi kolay değildir, bu nedenle gaz basıncı formülünün uygulanması güçtür. Bir gazın basıncı sıvının basıncıyla kıyaslanarak kolay yoldan ölçülür. Sıvı basıncı, sıvı yoğunluğu ve sıvı sütununun yüksekliği ile orantılıdır.

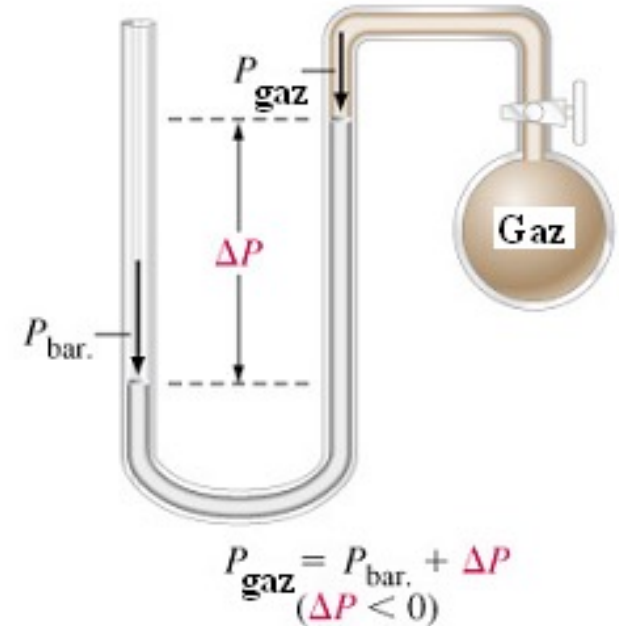
Manometre



(a) Gaz basıncı barometre basıncına eşit



(b) Gaz basıncı barometre basıncından büyük



(c) Gaz basıncı barometre basıncından küçük

Gazlar

- İdeal Gazlar
- Gerçek Gazlar

Gazlar

- **İdeal Gazlar**

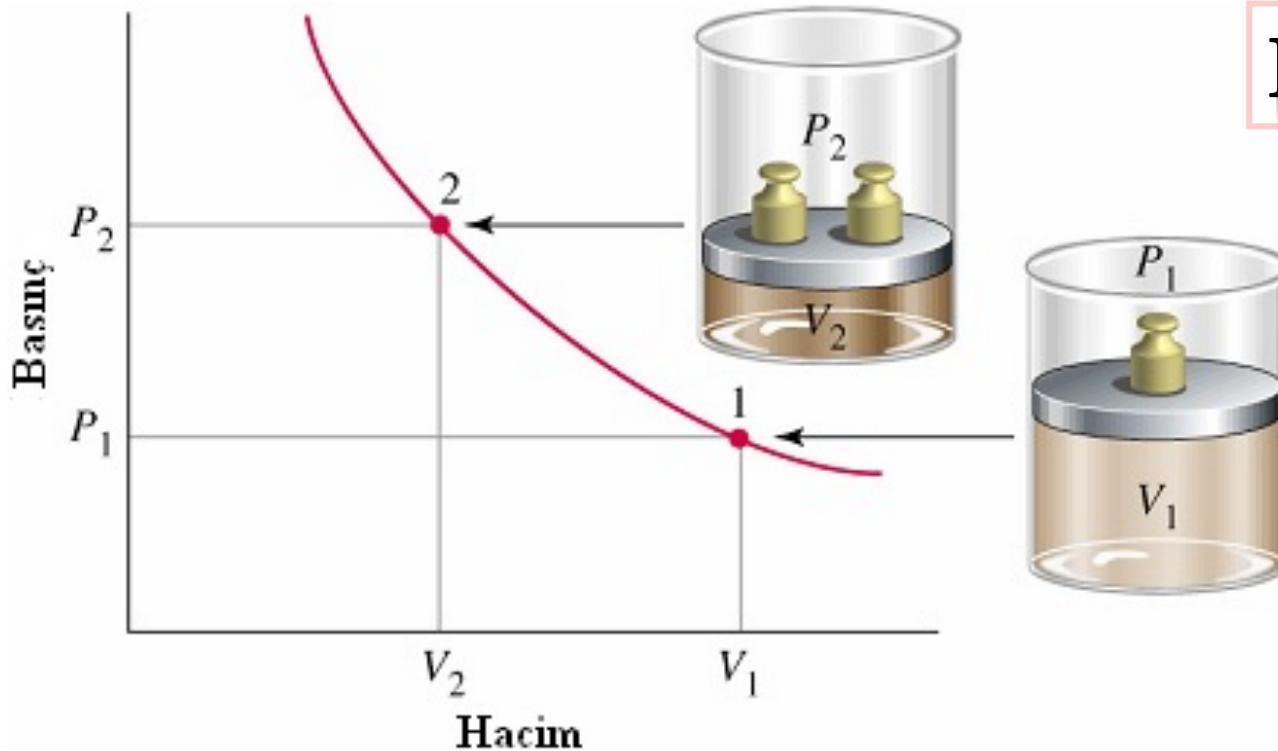
Molekülleri arasında çekme ve itme kuvvetlerinin bulunmadığı ve moleküllerinin öz hacimleri, moleküllerin serbestçe dolaştıkları tüm hacim yanında ihmal edilebilecek kadar küçük olan gazlara **ideal gaz** denir. **İdeal gazlar**; genel gaz yasalarına uyarlar. Gerçekte hiç bir gaz ideal değildir , yalnızca çoğu gazlar **düşük basınç** ve **yüksek sıcaklarda** ideal gaz modeline uyarlar.

- **Gerçek Gazlar**

Basit Gaz Yasaları

- **Boyle Yasası, (1662)**

$$P \propto \frac{1}{V} \text{ ya da } PV = \text{sabit}$$



$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

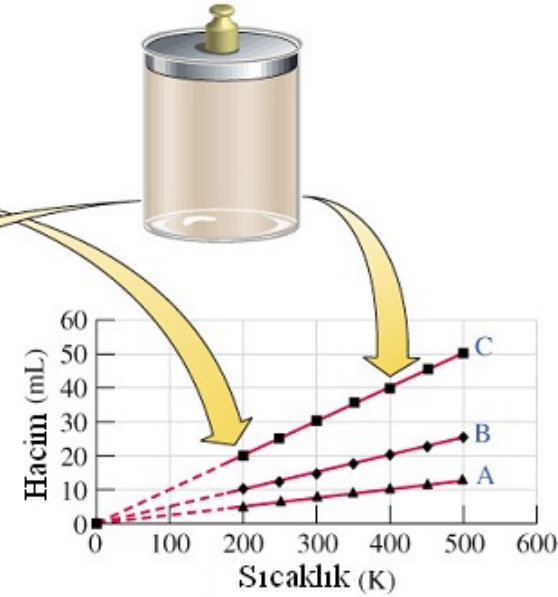
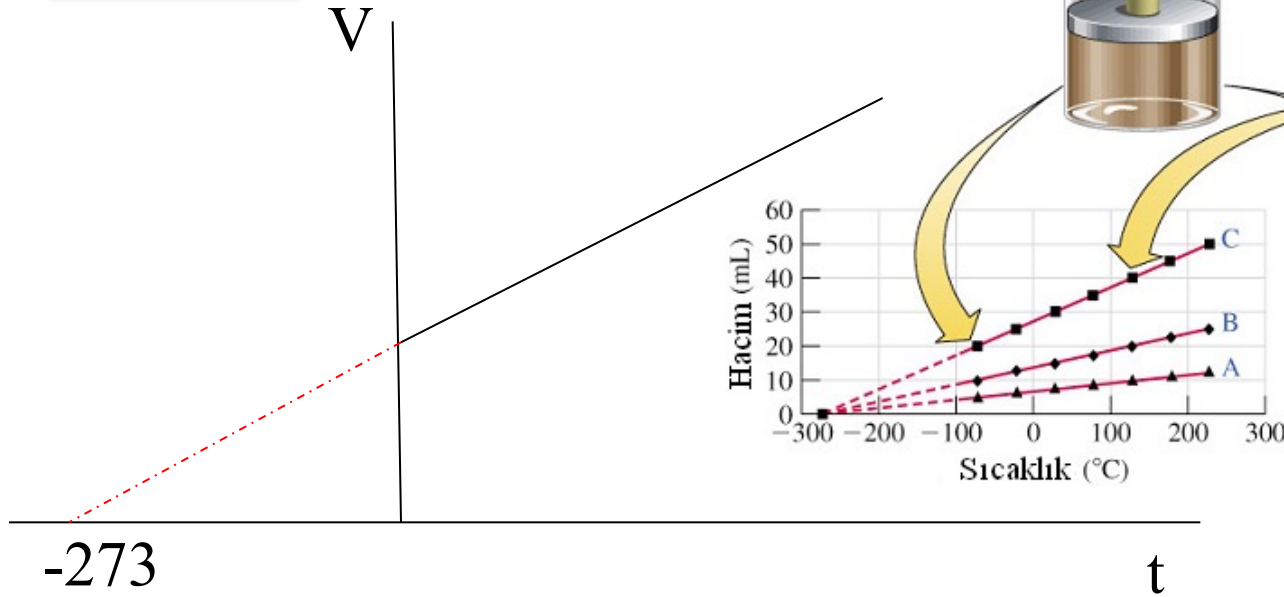


Sabit sıcaklıkta, sabit miktardaki bir gazın hacmi, basıncı ile ters orantılı olarak değişir.

Charles Yasası (1787)

Sabit basınçtaki bir gazın hacmi, sıcaklığın 1° arttırılması ile, 0°C 'deki hacminin $1/273$ ' ü kadar artar.

$$V \propto T$$



Sabit basınçtaki, belli bir miktar gazın hacmi, sıcaklıkla doğru orantılı olarak değişir.

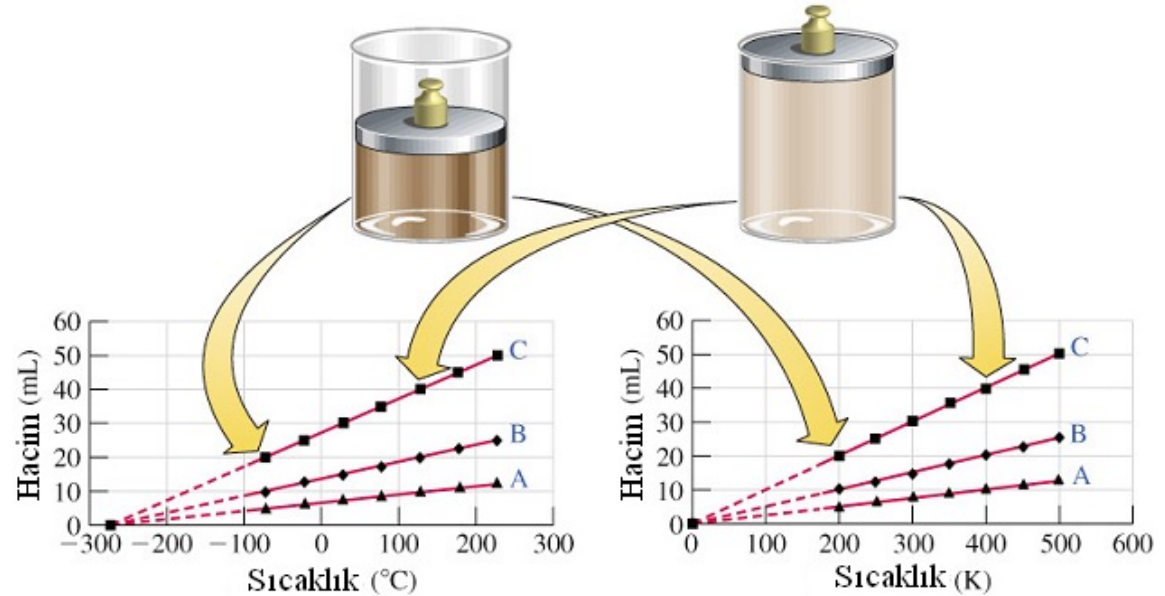
Gaz Hacminin Sıcaklıkla Değişimi

- Hacim-sıcaklık grafiği iki farklı eşelde çizilmiştir- **Celsius ve Kelvin**. **A**, **B** ve **C** gazlarının 1 atm'de başlangıç koşulları farklıdır. Örneğin **C** gazının başlangıç sıcaklığı 500 K (227°C) ve hacmi 50 mL'dir. Charles yasasına göre sıcaklık düştükçe, hacmi azalır. Başlangıç sıcaklığı 500 K'den yarıya, yani 250 K(-23°C) düşerse gazın hacmi yarıya iner (50 mL'den 25 mL'ye). Celsius ve Kelvin sıcaklık eşellerinde hacim ve sıcaklık arasında doğrusal bir bağıntı varsa da, hacim, sadece Kelvin sıcaklığı ile doğru orantılıdır.

Charles Yasası (1787)

İdeal sayılan bir gazın hacminin sıfır olduğu sıcaklığa “**mutlak sıfır sıcaklığı**” denir. Bu sıcaklık Celcius eşelinde -273.15°C , mutlak sıcaklık eşeli veya Kelvin eşelinde 0 K dir.

$$V \propto T$$

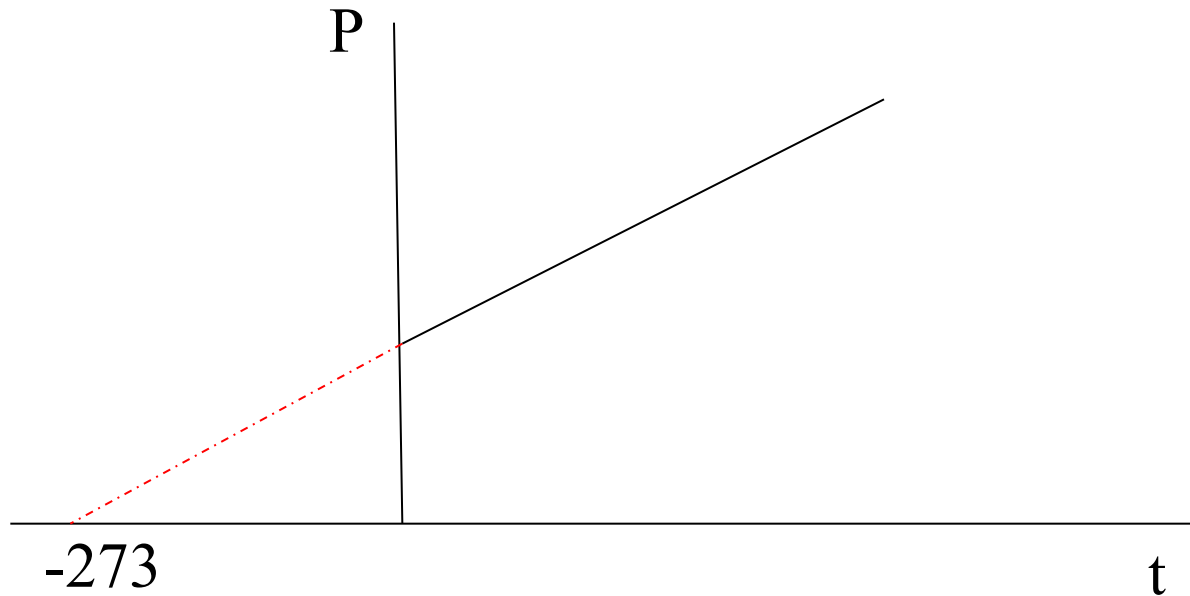


Sabit basınçtaki, belli bir miktar gazın hacmi, sıcaklıkla doğru orantılı olarak değişir.

Gay Lussac Yasası (1802)

Sabit hacimdeki bir gazın basıncı, sıcaklığın 1° arttırılması ile, 0°C 'deki basıncının $1/273$ ' ü kadar artar.

$$P \propto T$$



Sabit hacimdeki, belli bir miktar gazın basıncı sıcaklıkla doğru orantılı olarak değişir.

STP (Standart Sıcaklık ve Basınç)

- Gazların özellikleri **sıcaklık** ve **basınca** doğrudan bağlıdır. Bunun gereği olarak gazların birbirleriyle kıyaslanabilmeleri için normal bir sıcaklık ve basınç belirleme gereği ortaya çıkmıştır.
- Sıcaklık ve basıncın standart koşulları genellikle (STP) biçiminde kısaltılır.

$$P = 1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg}$$

$$T = 0^{\circ} \text{ C} = 273,15 \text{ K}$$

Birleşik Gaz Yasası

- Boyle Yasası (1662) $V \propto 1/P$
- Charles Yasası (1787) $V \propto T$
- Gay-Lussac Yasası (1809) $P \propto T$

birleşip, birleşik gaz yasasını oluştururlar...

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

Avogadro Yasası

- Aynı koşullarda bulunan ve ideal davrandığı var sayılan tüm gazların eşit hacimlerinde eşit madde miktarları (mol) ve dolayısıyla molekül vardır.

$$V \propto n$$

- STP'de

$$1 \text{ mol gaz} = 22,4 \text{ L gaz}$$



Amedeo Avogadro
1776 - 1856

Gaz Yasalarının Birleştirilmesi: İdeal Gaz Denklemi ve Genel Gaz Denklemi

- Boyle yasası $V \propto 1/P$
 - Charles yasası $V \propto T$
 - Avogadro yasası $V \propto n$
- $$\left. \begin{array}{l} V \propto 1/P \\ V \propto T \\ V \propto n \end{array} \right\} V \propto \frac{nT}{P}$$

$$PV = nRT$$

Gaz Sabiti

$$PV = nRT$$

$$R = \frac{PV}{nT}$$

$$= 0,082057 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$= 8,3145 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$= 1,987 \text{ cal mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

Genel Gaz Denklemi

$$R = \frac{P_1 V_1}{n_1 T_1} = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2}$$

Gaz miktarı ve hacim sabittir:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Gaz miktarı ve basınç sabittir:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Mol Kütlesi Tayini

$$PV = nRT \quad \text{ve} \quad n = \frac{m}{M}$$

$$PV = \frac{m}{M} RT$$

$$M = \frac{m RT}{PV}$$

Gaz Yoğunlukları

$$PV = nRT \quad \text{ve} \quad d = \frac{m}{V}, \quad n = \frac{m}{M}$$

$$P\mathbf{V} = \frac{\mathbf{m}}{M} RT$$

$$\frac{\mathbf{m}}{\mathbf{V}} = d = \frac{MP}{RT}$$

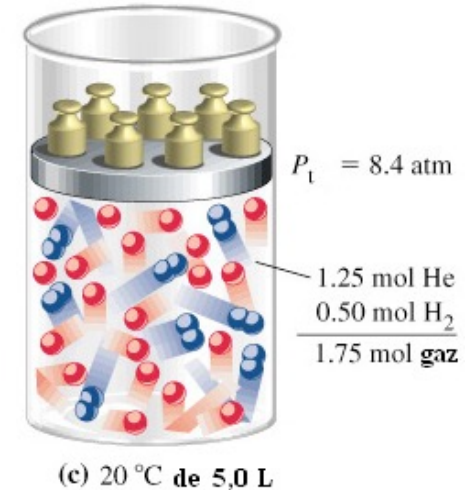
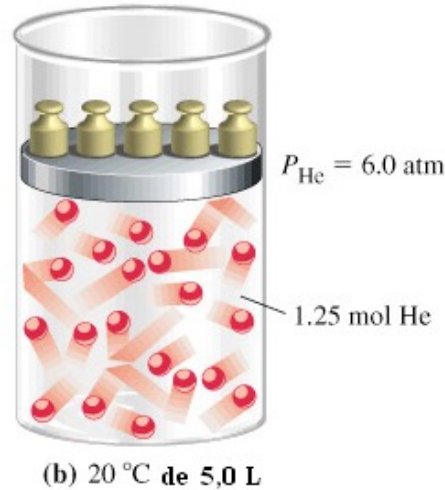
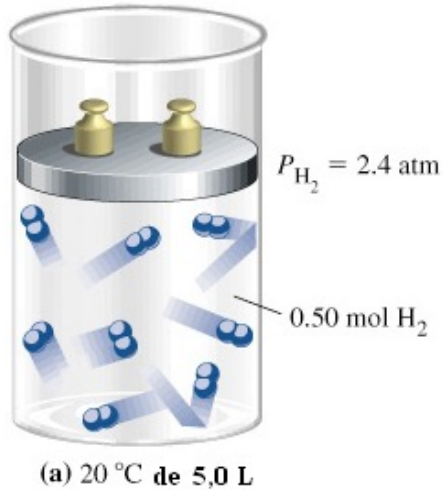
Gaz Karışımları

- Basit gaz yasaları ve ideal gaz denklemi tek tek gazlara uygulandığı gibi, etkileşmeyen gaz *karışımlarına* da uygulanabilir.
- En basit yaklaşım, gaz karışımlarının *toplam* mol sayısını kullanmaktır (n_t).
- Kısmi Basınç

Gaz Karışımları

- Basit gaz yasaları ve ideal gaz denklemi tek tek gazlara uygulandığı gibi, etkileşmeyen gaz *karışımlarına* da uygulanabilir.
- En basit yaklaşım, gaz karışımlarının *toplam* mol sayısını kullanmaktır (n_t).
- **Kısmi Basınç**
 - Bir hacim içerisinde bulunan ideal gazlardan herhangi birinin kısmi basıncı, o gazın aynı hacimde tek başına bulunduğunda kaba uyguladığı basınçtır. Karışımdaki her bir gaz kabı doldurur ve kendi kısmi basıncına sahiptir. Çünkü ideal gazların molekülleri birbirleriyle etkileşemeyecek kadar birbirinden uzaktadır.

Dalton'un Kısmi Basınçlar Yasası



- Bir gaz karışımının toplam basıncı karışımı oluşturan gazların kısmi basınçlarının toplamına eşittir

Kısmi Basınç

$$P_A = \frac{n_A}{n_T} \cdot P_T$$

P_A : A gazının kısmi basıncı

n_A : A gazının mol sayısı

n_T : Toplam mol sayısı

P_T : Toplam basınç

$$\frac{n_a}{n_{\text{top}}} = \chi_a$$

Gazların Kinetik-Moleköl Kuramı

- Gazlar moleküllerden oluşur ve belirli bir gazın molekülleri tamamen birbirine özdeştir. Farklı gazlara ilişkin moleküller ise farklı kütle ve boyuttadır.
- Kap içindeki gaz molekülleri ortamın sıcaklığına da bağımlı olarak sürekli ve tamamen gelişigüzel hareket ederler.



Gazların Kinetik-Molekül Kuramı

- Gaz moleküllerinin gerek kendi aralarında gerekse kabın cidarı ile yaptıkları çarpışmalar tamamen esnektir. Gaz moleküllerinin cidarla çarpışmaları sonucu **basınç** olarak bilinen olay ortaya çıkmaktadır.

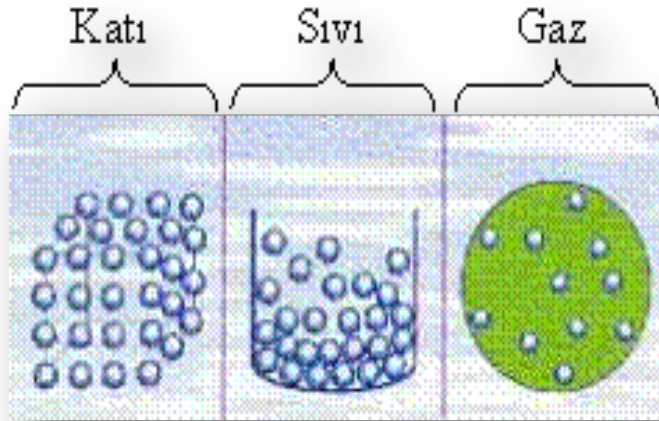
“Basınç, gaz moleküllerinin birim yüzeye uyguladıkları kuvvettir.”

- Moleküller arasında, çarpışma sırasında oluşan zayıf kuvvetler dışında, hiçbir kuvvet olmadığı kabul edilir. Yani, bir molekül diğerlerinden *bağımsız* olarak hareket eder ve etkilenmez.

- Bağımsız moleküller çarpışma sonucu enerji kazanabilirler ya da kaybedebilirler. Ancak, moleküllerin tümü göz önüne alındığında, sabit sıcaklıkta *toplam enerji sabittir*.

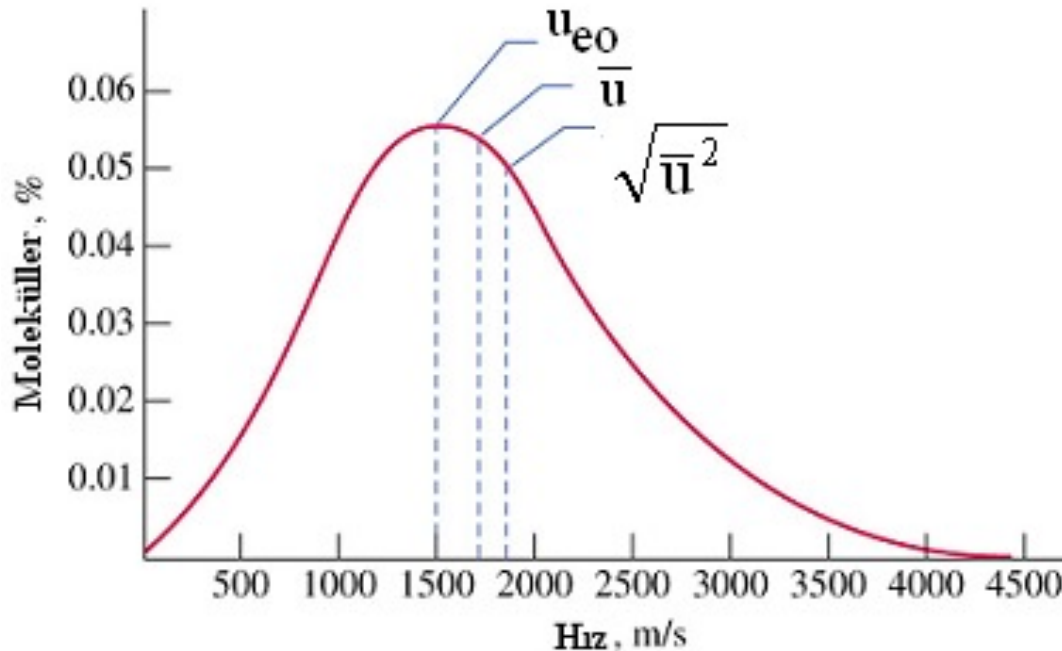
Gazların Kinetik-Molekül Kuramı

- Gaz moleküllerinin kendi hacimleri, işgal ettikleri kabın hacmine oranla çok küçüktür ve hesaplamalarda ihmal edilebilir.
- Düşük basınçlarda; gaz molekülleri arasındaki mesafeler, molekül çaplarına oranla çok fazladır. Bunun sonucunda da moleküllerarası çekim kuvveti, ihmal edilebilecek kadar düşük değerdedir.



Basınç ve Molekül Hızı

- Üç boyutlu sistem sonucunda:
$$P = \frac{1}{3} \frac{N}{V} m \bar{u}^2$$



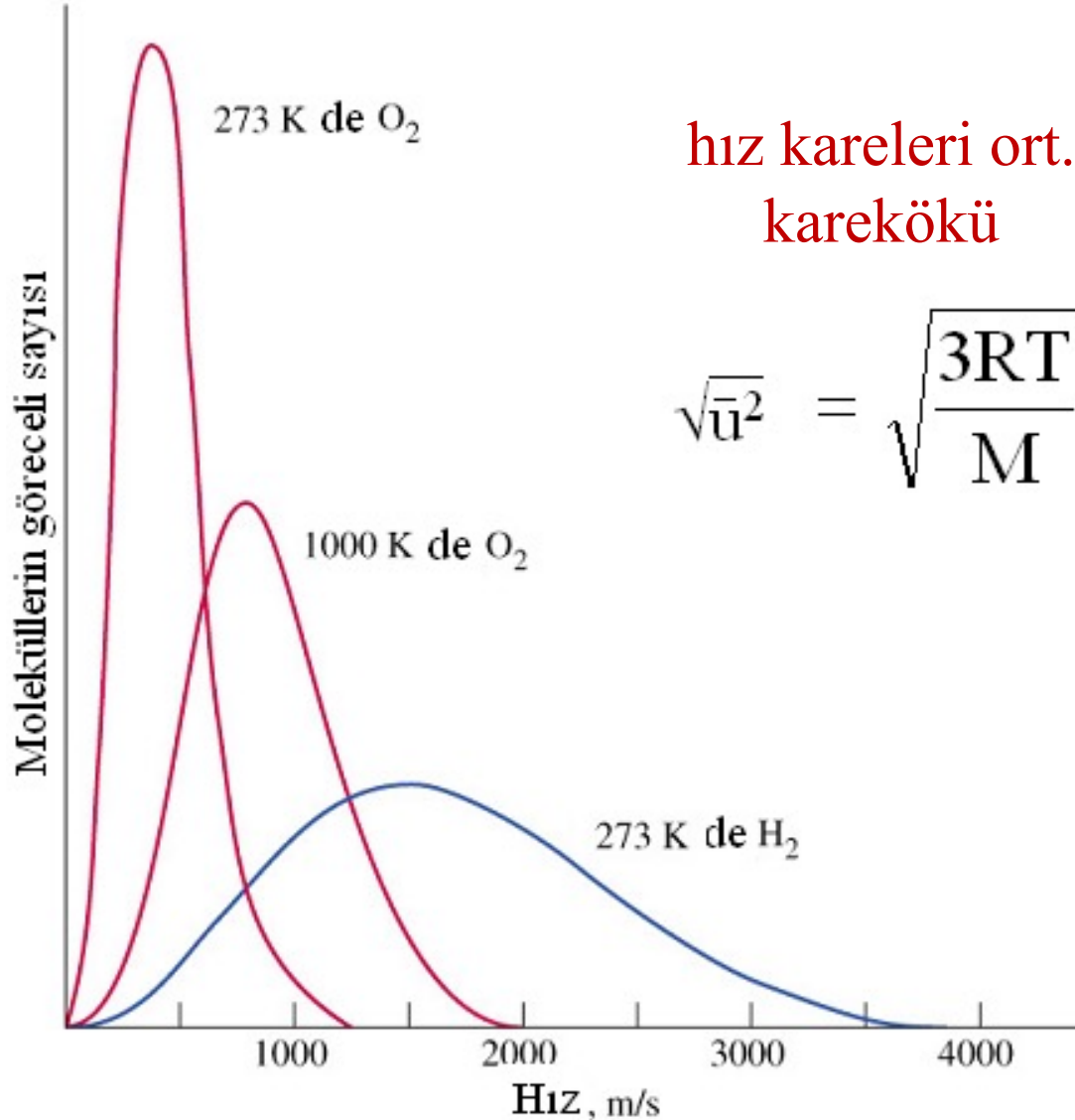
u_{eo} en olası hız

$\bar{u}$ ortalama hız

$\sqrt{\bar{u}^2}$ hız kareleri ort.
karekökü

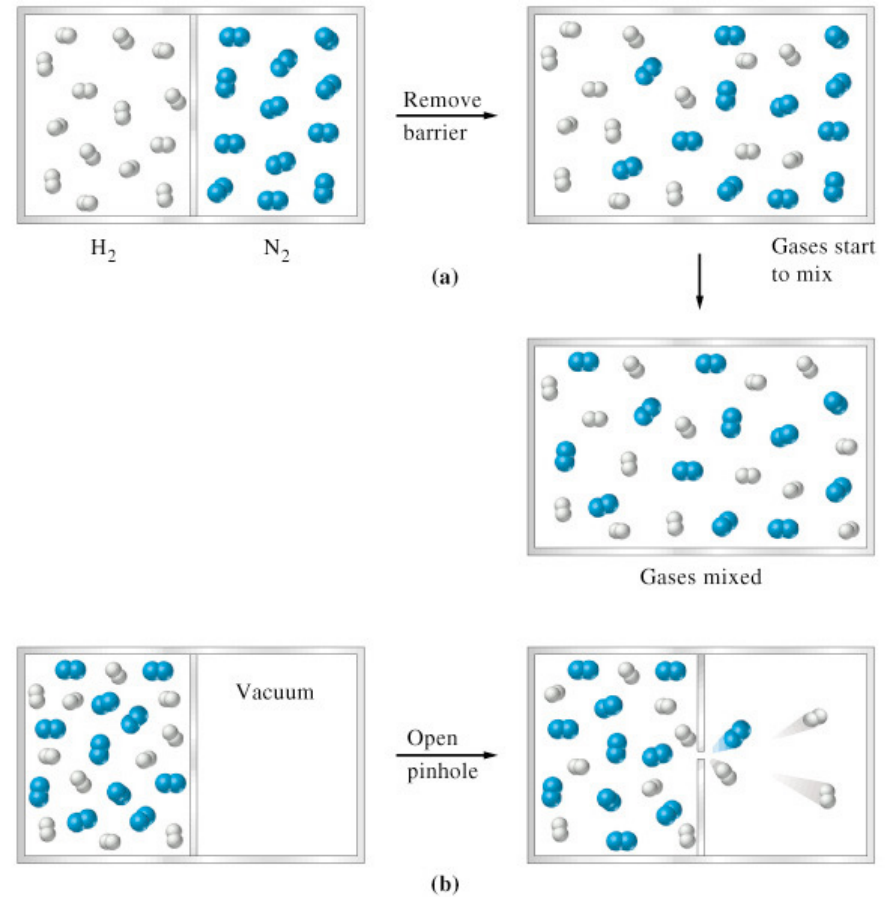
Molekül Hızlarının Dağılımı

Kütle ve Sıcaklığın Etkisi



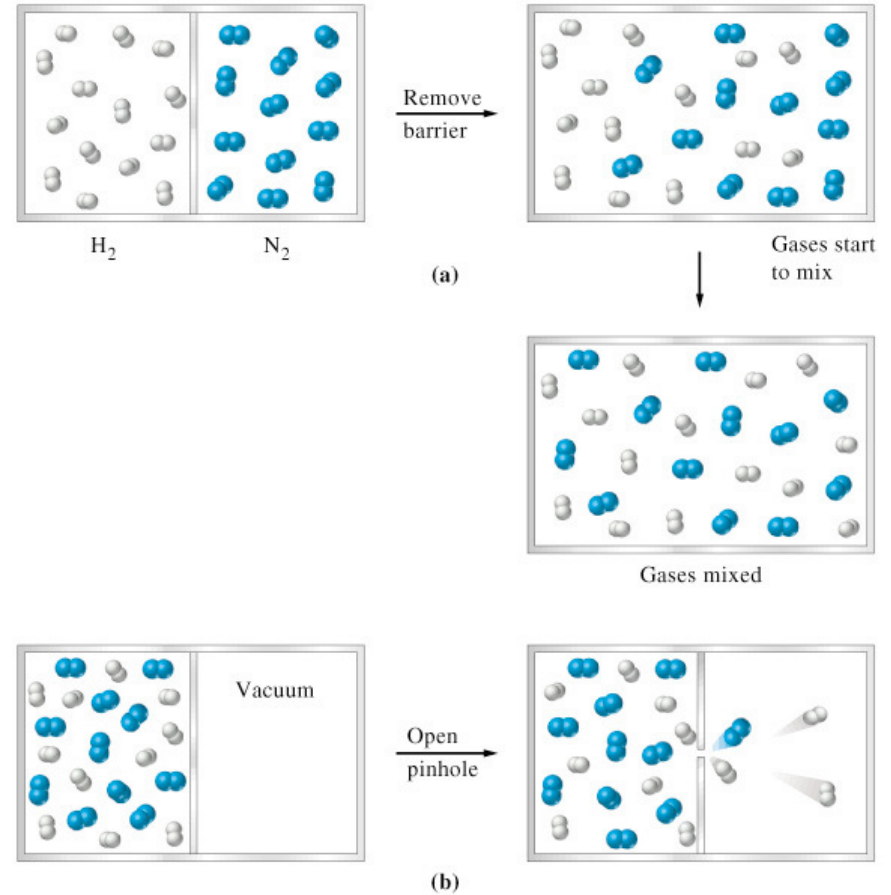
Kinetik-Molekül Kurama Bağlı Gaz Özellikleri

- Difüzyon (yayılma)
- Efüzyon (dışa yayılma)



Kinetik-Molekül Kurama Bağlı Gaz Özellikleri

- **Difüzyon (yayılma):** Rastgele molekül hareketi sonucu moleküllerin göç etmesidir. İki veya daha fazla gazın yayılması, moleküllerin karışmasıyla sonuçlanır ve kapalı bir kap içinde kısa sürede homojen bir karışıma dönüşür.
- **Efüzyon (dışa yayılma):** Gaz moleküllerinin bulundukları kaptaki küçük bir delikten kaçmasıdır. **Dışa yayılma hızı doğrudan molekül hızları ile orantılıdır. Bu, yüksek hızlı moleküllerin düşük hızlı moleküllerden daha hızlı yayılması demektir.**



Graham Difüzyon Yasası

$$\frac{A'nın\ dışa\ yayılma\ hızı}{B'nin\ dışa\ yayılma\ hızı} = \frac{(u_{rms})_A}{(u_{rms})_B} = \sqrt{\frac{3RT/M_A}{3RT/M_B}} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}}$$

“aynı sıcaklık ve basınçta çeşitli gazların **difüzyon hızları**, bunların yoğunluklarının ya da mol tartılarının **karekökü ile ters orantılıdır**”

“aynı sıcaklık ve basınçta iki gazın eşit hacimlerinin **difüzyon zamanları**, yoğunluklarının karekökü ile **doğru orantılıdır**”

Gerçek Gazlar

- Gerçek gazlar ideal gaz yasasına tam olarak uymazlar ve gerçek gazların hacmi üzerinde **gazların bastırılmayan hacimleri (öz hacimleri) ile ilgili bir düzeltme yapmak gerekir.**
- İdeal gaz yasası "gazı oluşturan moleküller arasında etkileşimin (çekme kuvvetinin) bulunmadığını" varsayar. Gerçekte moleküller arasında çekme kuvvetleri molekülleri birbirine yaklaştırır ve ölçülen basınç ideal gaz yasasından hesaplanan basınçtan daha küçük bulunur.
- Gerçek gazların basıncı üzerinde gaz molekülleri arasındaki çekim kuvvetleri ile ilgili bir **düzeltilme** yapmak gerekir.

Gerçek Gazlar

- İdeal gaz yasasına tam olarak uyan herhangi bir gaz bulunmamaktadır. Yaşadığımız ortamdaki sıcaklık ve basınç koşullarında bazı gazlar ideal gaz yasalarına büyük bir yaklaşımla uydukları halde, yüksek basınçlarda ve düşük sıcaklıklarda önemli ölçüde sapma gösterirler.
- Yani gazlar;

$T \uparrow$ ve $P \downarrow$ idealliğe yaklaşırken

$T \downarrow$ ve $P \uparrow$ ideallikten uzaklaşırlar.



van der Waals Denklemi

- Moleküllerin öz hacimlerine ve moleküller arası kuvvetlere bağlı düzeltme terimleri taşırlar. *van der Waals denklemi* bunlardan biridir:

$$\left(P + \frac{n^2 a}{V^2} \right) (V - nb) = nRT$$

V : n mol gazın hacmi,

a ve b değerleri gazdan gaza değişir. Sıcaklık ve basınca az çok bağlıdır.